

Τ. ΜΠΟΚΑΡΗΣ

ΧΗΜΕΙΑ

ΤΟΜΟΣ 2

Γ' ΛΥΚΕΙΟΥ



ΦΡΟΝΤΙΣΤΗΡΙΑ
ΜΕΣΗΣ & ΑΝΩΤΑΤΗΣ ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗΣ
Ε. ΣΤΟΓΙΑΝΝΗΣ

Πίνακας Περιεχομένων

Πρόλογος	1
Κεφάλαιο 5^ο: Οξέα βάσεις & ιοντική ισορροπία.....	5
5.1. Οξέα-βάσεις και ιοντικά διαλύματα.....	6
5.1.1. Στοιχεία θεωρίας.....	6
5.1.1.1. Ιοντικά διαλύματα - Διάσταση και ιοντισμός.....	6
5.1.1.2. Οξέα – βάσεις κατά Brønsted-Lowry	13
5.1.2. Ασκήσεις για λύση.....	22
5.2. Ιοντισμός οξέων - βάσεων	29
5.2.1. Στοιχεία θεωρίας.....	29
5.2.1.1. Βαθμός ιοντισμού ηλεκτρολύτη	29
5.2.1.2. Ασθενή μονοπρωτικά οξέα - Ασθενείς μονοπρωτικές βάσεις.....	36
5.2.1.3. Ερωτήσεις κρίσεως σύμφωνα με το θέμα Β των εξετάσεων.....	47
5.2.2. Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα	54
5.2.2.1. Μεθοδολογία.....	54
5.2.2.2. Λυμένα παραδείγματα	59
5.2.3. Ασκήσεις για λύση.....	68
5.3. Αυτοϊοντισμός του νερού και σταθερά του γινομένου των ιόντων του νερού. - pH , pOH υδατικού διαλύματος	80
5.3.1. Στοιχεία θεωρίας.....	80
5.3.1.1. Αυτοϊοντισμός του νερού και σταθερά του γινομένου των ιόντων του νερού.....	80
5.3.1.2. Ουδέτερα, όξινα, και βασικά διαλύματα.....	82
5.3.1.3. pH και pOH υδατικού διαλύματος.....	86
5.3.1.4. Ερωτήσεις κρίσεως σύμφωνα με το θέμα Β των εξετάσεων.....	97
5.3.2. Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα.....	105
5.3.2.1. Μεθοδολογία.....	105
5.3.2.2. Λυμένα παραδείγματα.....	106
5.3.3. Ασκήσεις για λύση.....	110
5.4. Υδατικά διαλύματα αλάτων.....	125
5.4.1. Στοιχεία θεωρίας.....	125
5.4.1.1. Διάκριση των αλάτων σε ουδέτερα, όξινα και βασικά	127
5.4.1.2. Ερωτήσεις κρίσεως σύμφωνα με το θέμα Β των εξετάσεων.....	133

5.4.2.	Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα.....	140
5.4.2.1.	Μεθοδολογία.....	140
5.4.2.2.	Λυμένα παραδείγματα.....	141
5.4.3.	Ασκήσεις για λύση.....	147
5.5.	Επίδραση κοινού ιόντος.....	155
5.5.1.	Στοιχεία θεωρίας.....	155
5.5.1.1.	Το φαινόμενο της επίδρασης κοινού ιόντος.....	155
5.5.1.2.	Περιπτώσεις επίδρασης κοινού ιόντος.....	157
5.5.1.3.	Ερωτήσεις κρίσεως σύμφωνα με το θέμα Β των εξετάσεων.....	162
5.5.2.	Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα.....	171
5.5.2.1.	Προβλήματα με διαλύματα που υπάρχει Ε.Κ.Ι.....	171
5.5.2.2.	Προβλήματα με ανάμειξη διαλυμάτων που περιέχουν διαφορετικούς ηλεκτρολύτες	176
5.5.2.3.	Προβλήματα στα οποία δε γνωρίζουμε τις αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων και κάνουμε διερεύνηση	186
5.5.3.	Ασκήσεις για λύση.....	200
5.6.	Ρυθμιστικά διαλύματα.....	217
5.6.1.	Στοιχεία θεωρίας.....	217
5.6.1.1.	Ορισμός και σύσταση ρυθμιστικών διαλυμάτων.....	217
5.6.1.2.	Παρασκευές ρυθμιστικών διαλυμάτων.....	219
5.6.1.3.	Εξίσωση Henderson-Hasselbalch	220
5.6.1.4.	Προσθήκη ισχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης στο Ρ.Δ.....	223
5.6.1.5.	Αραίωση ρυθμιστικού διαλύματος	225
5.6.1.6.	Ρυθμιστική ικανότητα ρυθμιστικών διαλυμάτων.....	226
5.6.1.7.	Χρησιμότητα ρυθμιστικών διαλυμάτων.....	226
5.6.1.8.	Ερωτήσεις κρίσεως σύμφωνα με το θέμα Β των εξετάσεων.....	227
5.6.2.	Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα.....	229
5.6.3.	Ασκήσεις για λύση.....	237
5.7.	Δείκτες - Ογκομέτρηση.....	250
5.7.1.	Στοιχεία θεωρίας.....	250
5.7.1.1.	Πρωτολυτικοί δείκτες.....	250
5.7.1.2.	Ογκομέτρηση.....	254
5.7.2.	Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα.....	269
5.7.3.	Ασκήσεις για λύση.....	290

Παράρτημα.....315

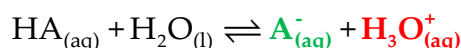
Βιβλιογραφία.....322

5.5. Επίδραση κοινού ιόντος

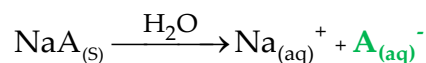
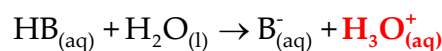
5.5.1. Στοιχεία θεωρίας

5.5.1.1. Το φαινόμενο της επίδρασης κοινού ιόντος

Έστω ότι έχουμε ένα υδατικό διάλυμα ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA. Στο υδατικό αυτό διάλυμα το HA ιοντίζεται μερικώς και καταλήγει σε ισορροπία όπως φαίνεται στην παρακάτω αμφίδρομη χημική εξίσωση:



Στο υδατικό αυτό διάλυμα προσθέσουμε έναν άλλο ηλεκτρολύτη (ισχυρό ή ασθενή, χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος) ο οποίος, μετά τη διάσταση ή τον ιοντισμό του, δίνει κοινό ιόν με τα προϊόντα του ιοντισμού του HA (H_3O^{+} ή A^{-}). Για παράδειγμα μπορούμε να προσθέσουμε ένα ισχυρό οξύ HB ή το άλας NaA:



Το αποτέλεσμα της προσθήκης αυτής είναι η **αύξηση της συγκέντρωσης του κοινού αυτού ιόντος** στο υδατικό διάλυμα (π.χ. κατά την προσθήκη οξέος HB αυξάνεται η συγκέντρωση των ιόντων H_3O^{+} ενώ, κατά την προσθήκη άλατος NaA αυξάνεται η συγκέντρωση των ιόντων A^{-}).

Η αύξηση της συγκέντρωσης του κοινού ιόντος έχει ως συνέπεια, σύμφωνα με την **αρχή Le Chatelier**, να μετατοπιστεί η θέση της ισορροπίας του ασθενούς ηλεκτρολύτη HA προς τα αριστερά τείνοντας να αναιρέσει την αύξηση αυτή.

Έτσι ελαττώνεται η ποσότητα του HA που ιοντίζεται ($n_{\text{ιοντ.}}$) με συνέπεια να **ελαττώνεται ο βαθμός ιοντισμού (α) του ασθενούς ηλεκτρολύτη HA.**

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά, άρα $n_{\text{ιοντ.}} \downarrow \Rightarrow \alpha = \frac{n_{\text{ιοντ.}}}{n_{\text{αρχ.}}} \downarrow$.

Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται **επίδραση κοινού ιόντος (Ε.Κ.Ι.)**.

Όταν σε ένα διάλυμα ασθενούς ηλεκτρολύτη προσθέσουμε έναν άλλο ηλεκτρολύτη (ισχυρό ή ασθενή) ο οποίος, μετά τη διάσταση ή τον ιοντισμό του, δίνει κοινό ιόν με τον ασθενή ηλεκτρολύτη, τότε, σύμφωνα με την αρχή **Le Chatelier**, η θέση της ισορροπίας του ασθενούς ηλεκτρολύτη μετατοπίζεται προς τα αριστερά, οπότε ο βαθμός ιοντισμού (α) του ασθενούς ηλεκτρολύτη ελαττώνεται. Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται επίδραση κοινού ιόντος.

Παρατηρήσεις

1. Όταν έχουμε επίδραση κοινού ιόντος, δεν ισχύει ο νόμος αραιώσης του Ostwald $\left(K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha} \approx \alpha^2 \cdot C \right)$.
2. Όταν έχουμε επίδραση κοινού ιόντος, ελαττώνεται ο βαθμός ιοντισμού (α), αλλά η σταθερά ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη (K_a ή K_b) δε μεταβάλλεται καθώς η θερμοκρασία παραμένει σταθερή.
3. Όταν έχουμε επίδραση κοινού ιόντος, αυξάνεται η συγκέντρωση του κοινού ιόντος και ταυτόχρονα μειώνεται η συγκέντρωση του άλλου ιόντος του ασθενούς ηλεκτρολύτη λόγω της μετατόπισης της θέσης της ισορροπίας του ασθενούς ηλεκτρολύτη προς τα αριστερά.
4. Όταν σε ένα διάλυμα υπάρχουν δύο ή περισσότερες ουσίες που δίνουν το ίδιο κοινό ιόν, τότε η συγκέντρωση ισορροπίας αυτού του κοινού ιόντος ισούται με το άθροισμα των συγκεντρώσεων του ιόντος αυτού (που προκύπτουν από όλες τις αντιδράσεις διάστασης ή ιοντισμού που πραγματοποιούνται στο διάλυμα) και ικανοποιεί όλες τις σταθερές ισορροπίας (K_a , K_b).

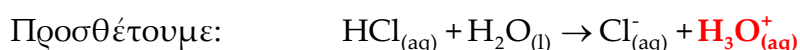
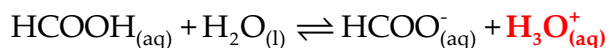
5.5.1.2. Περιπτώσεις επίδρασης κοινού ιόντος

Προσθήκη "όξινου" ηλεκτρολύτη σε δ/μα ασθενούς "όξινου" ηλεκτρολύτη

Στις περιπτώσεις που ακολουθούν έχουμε Ε.Κ.Ι. στα ιόντα H_3O^+ .

1. Προσθήκη ισχυρού οξέος σε υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος

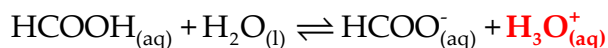
Παράδειγμα



Το ισχυρό οξύ HCl έχει κοινό ιόν το H_3O^+ με το ασθενές οξύ HCOOH , έτσι αυξάνεται η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ και η ισορροπία του HCOOH μετατοπίζεται προς τα αριστερά με συνέπεια να μειωθεί ο βαθμός ιοντισμού του HCOOH στο διάλυμα.

2. Προσθήκη ασθενούς οξέος σε υδατικό διάλυμα άλλου ασθενούς οξέος

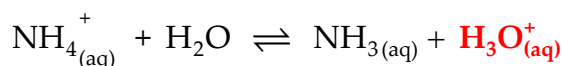
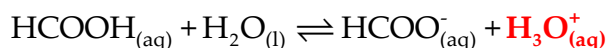
Παράδειγμα



Το ασθενές οξύ HF έχει κοινό ιόν το H_3O^+ με το ασθενές οξύ HCOOH , έτσι αυξάνεται η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ και η ισορροπία του HCOOH μετατοπίζεται προς τα αριστερά με συνέπεια να μειωθεί ο βαθμός ιοντισμού του HCOOH στο διάλυμα.

3. Προσθήκη όξινου αλατος σε υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος

Παράδειγμα

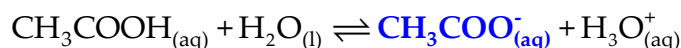


Το όξινο αλάτι NH_4Cl μετά τη διάστασή του ελευθερώνει στο διάλυμα τα ιόν NH_4^+ που λειτουργεί ως ασθενές οξύ και δίνει κοινό ιόν το H_3O^+ με το ασθενές οξύ HCOOH . Έτσι αυξάνεται η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ και η ισορροπία του HCOOH μετατοπίζεται προς τα αριστερά με συνέπεια να μειωθεί ο βαθμός ιοντισμού του HCOOH στο διάλυμα.

Ρυθμιστικά διαλύματα

1. Σε διάλυμα ασθενούς οξέος προσθέτουμε το άλας του με ισχυρή βάση

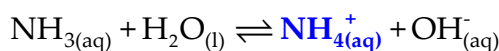
Παράδειγμα



Το αλάτι CH_3COONa μετά τη διάστασή του ελευθερώνει στο διάλυμα το ιόν CH_3COO^- . Έτσι αυξάνεται η $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ και η ισορροπία του CH_3COOH μετατοπίζεται προς τα αριστερά με συνέπεια να μειωθεί ο βαθμός ιοντισμού του CH_3COOH στο διάλυμα.

2. Σε διάλυμα ασθενούς βάσης προσθέτουμε το άλας της με ισχυρό οξύ

Παράδειγμα



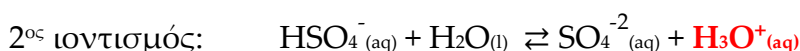
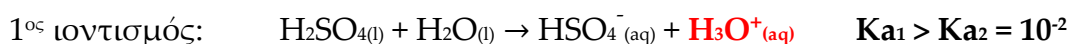
Το αλάτι NH_4Cl μετά τη διάστασή του ελευθερώνει στο διάλυμα το ιόν NH_4^+ . Έτσι αυξάνεται η $[\text{NH}_4^+]$ και η ισορροπία της NH_3 μετατοπίζεται προς τα αριστερά με συνέπεια να μειωθεί ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 στο διάλυμα.

Πολυπρωτικά οξέα

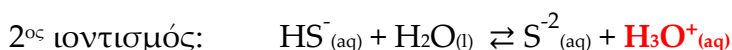
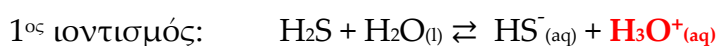
Στα πολυπρωτικά οξέα έχουμε **Ε.Κ.Ι. με τα ιόντα H_3O^+** που προκύπτουν από τους ιοντισμούς τους. Αποτέλεσμα της Ε.Κ.Ι. στα ανόργανα πολυπρωτικά οξέα είναι ότι ο 1^{ος} ιοντισμός τους είναι πολύ μεγαλύτερος, ενώ ελαττώνεται σημαντικά στα επόμενα στάδια, δηλαδή ισχύει: $\mathbf{K_{a1} > K_{a2} > K_{a3} > \dots}$

Παραδείγματα

1. Το H_2SO_4 είναι ισχυρό οξύ μόνο στο 1^ο ιοντισμό του οπότε οι δυο ιοντισμοί του θειϊκού οξέος στο νερό είναι (προσοχή δε γίνονται οι γνωστές προσεγγίσεις):



2. Το H_2S είναι ασθενές οξύ και στους δυο ιοντισμούς του οπότε οι δυο ιοντισμοί του υδρόθειου στο νερό είναι:



5.5.2. Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα

5.5.2.1. Προβλήματα με διαλύματα που υπάρχει Ε.Κ.Ι.

Στις ασκήσεις αυτές έχουμε «κλασική» επίδραση κοινού ιόντος που αναφέρεται σε μια από τις περιπτώσεις της παραγράφου 5.5.1.2. Η πορεία που ακολουθούμε συνήθως στις ασκήσεις αυτές είναι η εξής:

Βήμα 1^ο: Υπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις του ασθενούς οξέος (ή βάσης) και του ισχυρού ηλεκτρολύτη στο τελικό διάλυμα.

Βήμα 2^ο: Γράφουμε πρώτα την εξίσωση διάστασης ή ιοντισμού του ισχυρού ηλεκτρολύτη.

Βήμα 3^ο: Στη συνέχεια γράφουμε την εξίσωση ισορροπίας του ασθενούς ηλεκτρολύτη και καταστρώνουμε τον πίνακα στοιχειομετρικών μεταβολών συγκεντρώσεων. Δεν ξεχνάμε, στην συγκέντρωση ισορροπίας του κοινού ιόντος να βάλουμε **το άθροισμα των συγκεντρώσεων του ιόντος αυτού** (που προκύπτουν από όλες τις αντιδράσεις διάστασης ή ιοντισμού που πραγματοποιούνται στο διάλυμα) και **ικανοποιεί όλες τις σταθερές ισορροπίας (K_a , K_b)**.

Βήμα 4^ο: Εφόσον κάνουμε έλεγχο προσεγγίσεων σύμφωνα με τα γνωστά, εφαρμόζουμε τις προσεγγίσεις για την απλούστευση των μαθηματικών πράξεων. Επιπλέον θα πρέπει να κάνουμε εφαρμογή της προσέγγισης που οδηγεί στην αποδοχή ότι στην πράξη η συγκέντρωση του κοινού ιόντος καθορίζεται μόνο από τον ισχυρό ηλεκτρολύτη (εκτός αν η K_a ή K_b του ασθενούς ηλεκτρολύτη είναι πολύ μεγάλη οπότε η συγκέντρωση του κοινού ιόντος που προκύπτει από αυτόν δε μπορεί να θεωρηθεί αμελητέα).

Βήμα 5^ο: Εφαρμόζουμε της έκφρασης της σταθεράς ιοντισμού (K_a ή K_b) του ασθενούς ηλεκτρολύτη.

Βήμα 6^ο: Υπολογισμός του ζητούμενου αγνώστου.

Παρατηρήσεις

1. Όταν έχουμε επίδραση κοινού ιόντος, δεν ισχύει ο νόμος αραιώσης του Ostwald ($K_a \approx \alpha^2 \cdot C$).
2. Όταν έχουμε επίδραση κοινού ιόντος, ελαττώνεται ο βαθμός ιοντισμού (α), αλλά η σταθερά ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη (K_a ή K_b) δε μεταβάλλεται καθώς η θερμοκρασία παραμένει σταθερή.

Παράδειγμα 1°

Σε 500mL διαλύματος μυρμηκικού οξέος (HCOOH) συγκέντρωσης 0,1M διαλύονται 3,4g HCOONa. Να υπολογισθεί το pH του διαλύματος που σχηματίσθηκε.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες (Ar): C=12, O=16, H=1, Na=23 και η σταθερά ιοντισμού του HCOOH $K_a=10^{-4}$.

Λύση

Η σχετική μοριακή μάζα του HCOONa είναι: $M_r=1+12+32+23=68$.

Υπολογισμός συγκέντρωσης άλατος: $C=n/V = m/(M_r \cdot V) = 3,4/(68 \cdot 0,5) = 0,1M$.

Το άλας HCOONa δίσταται πλήρως μέσα στο διάλυμα:

	$HCOONa_{(s)} \rightarrow HCOO^{-}_{(aq)} + Na^{+}_{(aq)}$		
Αρχικά	0,1 M	-	-
Τελικά	-	0,1 M	0,1 M

	$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$		
Αρχικά	0,1 M	-	-
Ιοντίζονται / Παράγονται	-x M	x M	x M
Ιοντική ισορροπία	(0,1-x) M	(0,1+x) M	x M

Έλεγχος προσεγγίσεων: $\frac{K_a}{C} = \frac{10^{-4}}{10^{-1}} = 10^{-3} < 10^{-2}$, οπότε $0,1 \pm x \approx 0,1$

Η έκφραση της σταθεράς ιοντισμού (K_a) για το ασθενές οξύ HCOOH είναι:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH]} \Rightarrow K_a = \frac{x \cdot (0,1+x)}{0,1-x} \approx \frac{x \cdot 0,1}{0,1} \Rightarrow x = [H_3O^+]_1 = K_a = 10^{-4} M$$

Τελικά για το pH του διαλύματος έχουμε: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-4} = -(-4) = 4$.

Παράδειγμα 2^ο

Υδατικό διάλυμα περιέχει υδροχλωρικό οξύ (HCl) συγκέντρωσης 0,1M και οξικό οξύ (CH₃COOH) συγκέντρωσης 0,2M. Να υπολογισθεί το pH του διαλύματος και ο βαθμός ιοντισμού του CH₃COOH στο διάλυμα.

Δίνεται η σταθερά ιοντισμού του CH₃COOH $K_a=10^{-5}$.

Λύση

Στο υδατικό αυτό διάλυμα συμβαίνουν οι παρακάτω ιοντισμοί:

	$\text{HCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$		
Αρχικά	0,1 M	-	-
Τελικά	-	0,1 M	0,1 M

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$		
Αρχικά	0,2 M	-	-
Ιοντίζονται / Παράγονται	-x M	x M	x M
Ιοντική ισορροπία	(0,2-x) M	x M	(0,1+x) M

Έλεγχος προσεγγίσεων:

$$\frac{K_a}{C} = \frac{10^{-5}}{2 \cdot 10^{-1}} = 5 \cdot 10^{-5} < 10^{-2}, \text{ οπότε } 0,1+x \approx 0,1 \text{ και } 0,2-x \approx 0,2$$

Με άλλα λόγια θεωρούμε αμελητέα την συγκέντρωση οξωνίων που προέρχονται από τον ιοντισμό του ασθενούς οξικού οξέος. Έτσι το pH δηλαδή θα καθορισθεί μόνο από τον ιοντισμό του ισχυρού οξέος HCl.



ΠΡΟΣΟΧΗ! Όταν ένα διάλυμα περιέχει ισχυρό και ασθενές οξύ (ή ισχυρή και ασθενή βάση), τότε εφ' όσον ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις το pH καθορίζεται πρακτικά μόνο από το ισχυρό οξύ.

Άρα, $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,1+x) \approx -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$.

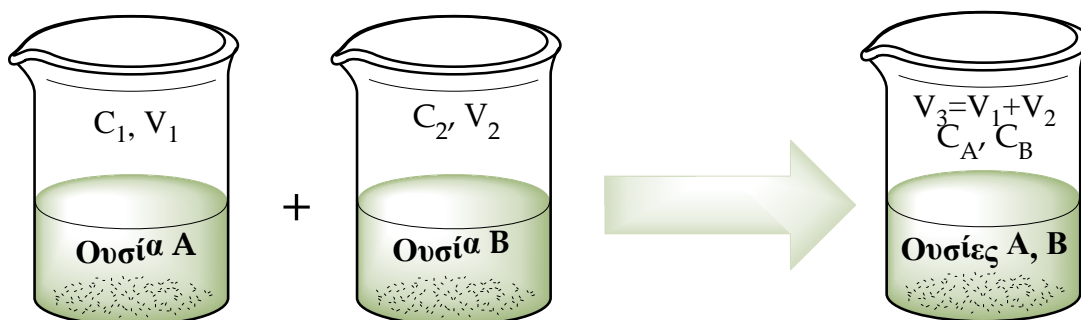
Υπολογισμός βαθμού ιοντισμού του HCOOH:

5.5.2.2. Προβλήματα με ανάμειξη διαλυμάτων που περιέχουν διαφορετικούς ηλεκτρολύτες

Κατά την ανάμειξη υδατικών διαλυμάτων που περιέχουν διαφορετικούς ηλεκτρολύτες διακρίνουμε τις εξής περιπτώσεις:

1. Ανάμειξη υδατικών διαλυμάτων που περιέχουν διαφορετικούς ηλεκτρολύτες (Α και Β) που δεν αντιδρούν μεταξύ τους

Διάλυμα (1)



Στην περίπτωση που οι ουσίες των διαλυμάτων δεν αντιδρούν μεταξύ τους, ο αριθμός των moles του καθενός παραμένει σταθερός, ενώ ο όγκος του διαλύματος αυξάνεται, έτσι ουσιαστικά γίνεται αραίωση της κάθε ουσίας και οι συγκεντρώσεις τους στο τελικό διάλυμα είναι ελαττωμένες:

$$C_A = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2} M \quad \text{και} \quad C_B = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} M$$

Στο τελικό διάλυμα (Δ_3) που προκύπτει γράφουμε τις αντιδράσεις διάστασης ή ιοντισμού των ουσιών Α και Β και ελέγχουμε αν υπάρχει Ε.Κ.Ι. οπότε στην περίπτωση αυτή δουλεύουμε όπως αναφέρει η μεθοδολογία της ενότητας 5.5.2.1. (δες σελ. 168).

Παράδειγμα 4^ο

Υδατικό διάλυμα NH_3 (Δ_1) έχει συγκέντρωση $C_2=0,1\text{M}$. Ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 στο Δ_1 είναι $10^{-2}\sqrt{2}$.

- α.** Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού (K_b) της NH_3 ,
- β.** Σε 200mL του Δ_1 προστίθενται 200mL υδατικού διαλύματος NH_4Cl (Δ_2) συγκέντρωσης $C_2=0,2\text{M}$ και προκύπτει διάλυμα Δ_3 . Να υπολογίσετε στο Δ_3 :
 - i.** τις συγκεντρώσεις όλων των ιόντων που περιέχονται στο διάλυμα,
 - ii.** το pH του διαλύματος και το βαθμό ιοντισμού της NH_3 .

Δίνεται ότι όλα τα διαλύματα έχουν θερμοκρασία 25°C και για το νερό $K_w=10^{-14}$

Λύση

α. Στο διάλυμα Δ₁ εφαρμόζουμε το νόμο αραιώσης Ostwald για την ασθενή βάση NH₃, οπότε (έλεγχος προσεγγίσεων: $\alpha=10^{-2}\sqrt{2} < 0,1$):

$$K_b \approx \alpha^2 \cdot C_1 = (10^{-2}\sqrt{2})^2 \cdot 10^{-1} = 2 \cdot 10^{-5}.$$

β. Μετά την ανάμειξη των διαλυμάτων Δ₁ και Δ₂ προκύπτει το τελικό διάλυμα Δ₃ στο οποίο οι ουσίες NH₃ και NH₄Cl δεν αντιδρούν μεταξύ τους. Έτσι υπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις τους στο Δ₃:

$$C_{\text{NH}_3} = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,1 \cdot 0,2}{0,2 + 0,2} = 0,05\text{M} \quad \text{και} \quad C_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,2 \cdot 0,2}{0,2 + 0,2} = 0,1\text{M}$$

Στο υδατικό διάλυμα (Δ₃) συμβαίνουν οι παρακάτω διαστάσεις και ιοντισμοί:

	NH₄Cl_(aq)	→	NH₄⁺_(aq)	+	Cl⁻_(aq)
Αρχικά	0,1 M		-		-
Τελικά	-		0,1 M		0,1 M
	NH₃_(aq) + H₂O_(l)	⇌	NH₄⁺_(aq)	+	OH⁻_(aq)
Αρχικά	0,05 M		0,1 M		-
Ιοντίζονται / Παράγονται	-χ M		+χ M		χ M
Ιοντική ισορροπία	(0,05-χ) M		(0,1+χ) M		χ M

Στο τελικό διάλυμα Δ₃ παρατηρούμε ότι **υπάρχει Ε.Κ.Ι. με κοινό ιόν το NH₄⁺**:

Έλεγχος προσεγγίσεων:

$$\frac{K_b}{C_{\text{NH}_3}} = \frac{2 \cdot 10^{-5}}{5 \cdot 10^{-2}} = 4 \cdot 10^{-4} < 10^{-2}, \text{ οπότε } 0,1 + x \approx 0,1 \text{ και } 0,05 - x \approx 0,05$$

Με άλλα λόγια θεωρούμε αμελητέα την συγκέντρωση του NH₄⁺ που προέρχονται από τον ιοντισμό της ασθενούς βάσης NH₃.

Εκφράζουμε την σταθερά ιοντισμού της NH₃:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow K_b = \frac{(0,1+x) \cdot x}{0,05-x} \approx \frac{x \cdot 0,1}{0,05} \Rightarrow x = \frac{2 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05}{0,1} = 10^{-5}\text{M} \ll 0,05$$

i. Οι συγκεντρώσεις των ιόντων στο τελικό διάλυμα Δ₃ είναι:

$$[\text{NH}_4^+] = 0,1 + x \approx 0,1\text{M}, \quad [\text{Cl}^-] = 0,1\text{M}, \quad [\text{OH}^-] = 10^{-5}\text{M}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9}\text{M}.$$

ii. Έτσι το pH του διαλύματος Δ₃ είναι: **pH = -log[H₃O⁺] = -log 10⁻⁹ = 9.**

Ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ είναι:

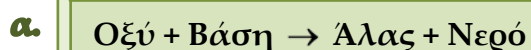
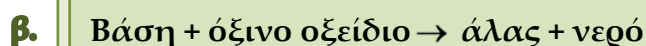
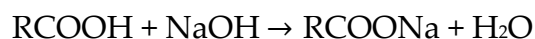
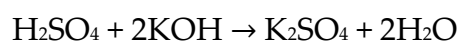
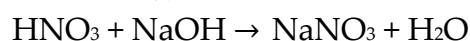
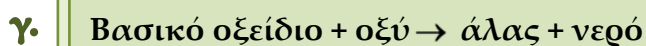
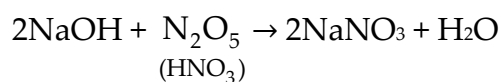
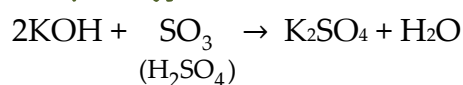
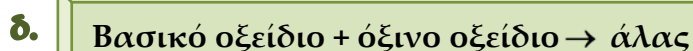
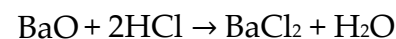
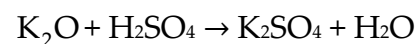
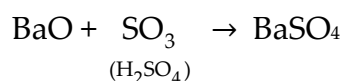
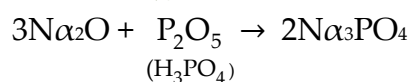
$$\alpha = \frac{x}{C_{\text{NH}_3}} = \frac{10^{-5}}{5 \cdot 10^{-2}} \quad \text{ή} \quad \alpha = 2 \cdot 10^{-4}.$$

Κυριότερες αντιδράσεις μεταξύ των ηλεκτρολυτών

1. Μεταθετικές αντιδράσεις (δε μεταβάλλεται ο Α.Ο. στοιχείων)**1.1. Εξουδετέρωση (κατά Arrhenius)**

Εξουδετέρωση κατά Arrhenius ονομάζεται η αντίδραση κατά την οποία τα κατιόντα υδρογόνου H^+ του οξέος ενώνονται με τα ανιόντα υδροξειδίου OH^- της βάσης και σχηματίζουν νερό ($H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O(l)$).

Οι κυριότερες κατηγορίες ταξινόμησης των αντιδράσεων εξουδετέρωσης είναι:

**Παραδείγματα****Παραδείγματα****Παραδείγματα****Παραδείγματα**

5.5.2.3. Προβλήματα στα οποία δε γνωρίζουμε τις αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων και κάνουμε διερεύνηση

Όταν σε ασκήσεις οι ηλεκτρολύτες αντιδρούν μεταξύ τους και δε γνωρίζουμε τις αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων ουσιών, τότε κάνουμε διερεύνηση. Δηλαδή, με βάση τα δεδομένα της άσκησης (συνήθως το pH του τελικού διαλύματος) ελέγχουμε αν κάποιο ή και τα δυο αντιδρώντα αντιδρούν πλήρως (βρίσκονται σε στοιχειομετρική αναλογία) ή αν κάποιο βρίσκεται σε περίσσεια.

Έτσι διακρίνουμε τις εξής περιπτώσεις:

1. Αντιδρά ισχυρό οξύ με ισχυρή βάση.

Στην περίπτωση αυτή παράγεται άλας που δεν επηρεάζει το pH του διαλύματος (ουδέτερο άλας), αφού κανένα από τα ιόντα του δεν αντιδρά με το νερό. Έτσι, το pH του διαλύματος που προκύπτει καθορίζεται από την περίσσεια του ισχυρού οξέος ή της ισχυρής βάσης.

Έστω ότι έχουμε αρχικά χ mol από το ισχυρό οξύ HA και ψ mol από την ισχυρή βάση MOH, τότε:

Αρχικά mol	Σύσταση τελικού δ/τος	pH (25 °C)
$\chi = \psi$ (πλήρης εξουδετέρωση)	χ mol άλατος MA	pH = 7
$\chi > \psi$ (περίσσεια οξέος)	ψ mol άλατος MA ($\chi - \psi$) mol οξέος HA	pH < 7
$\chi < \psi$ (περίσσεια βάσης)	χ mol άλατος MA ($\psi - \chi$) mol βάσης MOH	pH > 7

Παράδειγμα 7^ο (Άσκηση 69 σχολικού βιβλίου)

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε υδατικό διάλυμα HCl (Δ_1) που έχει pH=2 με υδατικό διάλυμα KOH (Δ_2) που έχει pH=13 ώστε να προκύψει διάλυμα Δ_3 με pH=11;

Δίνεται ότι η θερμοκρασία των διαλυμάτων είναι 25 °C, όπου το γινόμενο ιόντων νερού είναι $K_w=10^{-14}$.

Λύση

Υπολογισμός της συγκέντρωσης C_1M του HCl και C_2M του KOH στα υδατικά διαλύματα Δ_1 και Δ_2 αντίστοιχα:

Στο υδατικό διάλυμα Δ_1 το ισχυρό οξύ HCl ιοντίζεται πλήρως:

	$HCl_{(aq)}$	$+ H_2O_{(l)}$	$\rightarrow Cl^-_{(aq)}$	$+ H_3O^+_{(aq)}$
Αρχικά	C_1M		-	-
Τελικά	-		C_1M	C_1M

Όμως $pH_1=2$, οπότε $[H_3O^+]=C_1=10^{-2}M$

Στο υδατικό διάλυμα Δ_2 η ισχυρή βάση KOH δίσταται πλήρως:

	$KOH_{(s)}$	$\rightarrow K^+_{(aq)}$	$+ OH^-_{(aq)}$
Αρχικά	C_2M	-	-
Τελικά	-	C_2M	C_2M

Όμως $pH_2=13 \Rightarrow pOH_2=14-13=1$, οπότε $[OH^-]=C_2=10^{-1}M$

Έστω ότι αναμιγνύουμε V_1L του Δ_1 με V_2L του Δ_2 , οπότε προκύπτει διάλυμα Δ_3 στο οποίο ο όγκος είναι $V_3=(V_1+V_2)L$. Τα αρχικά mol είναι:

$$n(HCl)=C_1 \cdot V_1=10^{-2} \cdot V_1 \text{ mol} \quad \text{και} \quad n(KOH)=C_2 \cdot V_2=10^{-1} \cdot V_2 \text{ mol}$$

Το διάλυμα Δ_3 έχει $pH_3=11$ (βασικό διάλυμα) και το άλας KCl που παράγεται δεν επηρεάζει το pH του. Επομένως στο τελικό διάλυμα Δ_3 πρέπει να γίνεται μερική εξουδετέρωση της βάσης KOH (περισσεύει η βάση KOH):

	KOH	$+ HCl$	$\rightarrow KCl$	$+ H_2O$
Αρχικά	$10^{-1} \cdot V_2 \text{ mol}$	$10^{-2} \cdot V_1 \text{ mol}$	-	-
Α. / Π.	$-10^{-2} \cdot V_1 \text{ mol}$	$-10^{-2} \cdot V_1 \text{ mol}$	$10^{-2} \cdot V_1 \text{ mol}$	
Τελικά	$(10^{-1} \cdot V_2 - 10^{-2} \cdot V_1) \text{ mol}$	-	$10^{-2} \cdot V_1 \text{ mol}$	

Η συγκέντρωση του KOH στο διάλυμα Δ_3 είναι: $C_3=(10^{-1} \cdot V_2 - 10^{-2} \cdot V_1 / (V_1+V_2))M$

Όμως $pH_3=11 \Rightarrow pOH_3=14-11=3$, οπότε $[OH^-]=C_3=10^{-3}M$

$$\text{Τελικά έχουμε: } \frac{10^{-1} \cdot V_2 - 10^{-2} \cdot V_1}{V_1 + V_2} = 10^{-3} \Leftrightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{9}{1}$$

Περίπτωση 2^η:

Αν το HCl περισεύει ($\omega > 0,2$), στο τελικό διάλυμα Δ_2 έχουμε:

	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$			
Αρχικά	0,2 mol	ω mol	-	-
Τελικά	-	$(\omega - 0,2)$ mol	0,2 mol	0,2 mol

Η συγκέντρωση του CH_3COOH στο τελικό διάλυμα Δ_2 είναι: $C = n/V = 0,2/2 = 0,1\text{M}$, ενώ υπάρχει και η περίσσεια του HCl.



Το διάλυμα που προκύπτει σε αυτή την περίπτωση είναι πιο όξινο από αυτό της 1^{ης} περίπτωσης δηλαδή, είναι $\text{pH} < 3 < 5$, **απορρίπτεται** αφού πρέπει να είναι $\text{pH} = 5$.

Περίπτωση 3^η:

Άρα το CH_3COONa πρέπει να περισεύει ($\omega < 0,2$) και στο τελικό διάλυμα Δ_2 να υπάρχουν το ασθενές οξύ CH_3COOH , το CH_3COONa και το ουδέτερο άλας NaCl:

	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$			
Αρχικά	0,2 mol	ω mol	-	-
Τελικά	$(0,2 - \omega)$ mol	-	ω mol	ω mol

Οι συγκεντρώσεις των CH_3COONa και CH_3COOH στο τελικό διάλυμα Δ_2 ορίζονται ως εξής:

$$\text{CH}_3\text{COONa:} \quad C_\beta = n_\beta / V_2 = (0,2 - \omega) / 2 \text{ M}$$

$$\text{CH}_3\text{COOH:} \quad C_{\alpha\xi} = n_{\alpha\xi} / V_2 = \omega / 2 \text{ M}$$

Στο υδατικό διάλυμα Δ_2 συμβαίνουν οι παρακάτω διαστάσεις και ιοντισμοί:

	$\text{CH}_3\text{COONa (s)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})}$		
Αρχικά	$C_\beta \text{ M}$	-	-
Τελικά	-	$C_\beta \text{ M}$	$C_\beta \text{ M}$

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$		
Αρχικά	$C_{\alpha\xi} \text{ M}$	$C_\beta \text{ M}$	-
Ιοντίζονται / Παράγονται	$-\chi \text{ M}$	$+\chi \text{ M}$	$\chi \text{ M}$
Ιοντική ισορροπία	$(C_{\alpha\xi} - \chi) \text{ M}$	$(C_\beta + \chi) \text{ M}$	$\chi \text{ M}$

Στο τελικό διάλυμα παρατηρούμε ότι **υπάρχει Ε.Κ.Ι. με κοινό ιόν το CH_3COO^-** :
 Εκφράζουμε την σταθερά ιοντισμού του CH_3COOH :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow K_a = \frac{(C_\beta + x) \cdot x}{C_{\text{οξ}} - x} \approx \frac{C_\beta \cdot x}{C_{\text{οξ}}} \quad \text{και τελικά}$$

$$10^{-5} = \frac{10^{-5} \cdot \frac{0,2 - \omega}{2}}{\omega} \Leftrightarrow \omega = 0,1 \text{ mol HCl}$$

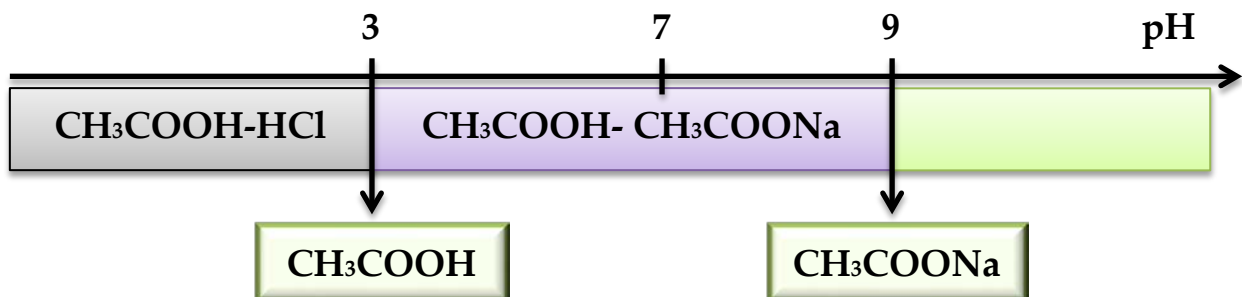
Οπότε $C_{\text{οξ}} = 0,1 / 2 = 0,05\text{M}$

Έλεγχος προσεγγίσεων:

$$\frac{K_a}{C_{\text{οξ}}} = \frac{10^{-5}}{10^{-1}} = 2 \cdot 10^{-4} < 10^{-2}, \text{ οπότε σωστά κάναμε τις προσεγγίσεις}$$

Συμπέρασμα

Στο σχήμα που ακολουθεί φαίνονται τα αποτελέσματα της διερεύνησης:



5.7.3. Ασκήσεις για λύση

5.7.3.1. Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής

- Ένας πρωτολυτικός δείκτης αλλάζει χρώμα:
 - όταν μεταβληθεί το pH του διαλύματος,
 - όταν το διάλυμα μετατραπεί από όξινο σε βασικό,
 - όταν μεταβληθεί το pH του διαλύματος κατά δυο μονάδες,
 - σε ορισμένη περιοχή τιμών pH του διαλύματος, η οποία εξαρτάται από την σταθερά ιοντισμού (K_a) του δείκτη.
- Το χρώμα της όξινης μορφής ενός πρωτολυτικού δείκτη $H\Delta$ επικρατεί όταν:
 - $pH > pK_{a(H\Delta)} - 1$,
 - $[H\Delta] > [\Delta^-]$,
 - $[\Delta^-] < 0,1[H\Delta]$,
 - $pH < 7$.
- Ένας πρωτολυτικός δείκτης εμφανίζει κίτρινο και μπλε χρώμα σε δύο υδατικά διαλύματα, που έχουν $pH = 4$ και $pH = 10$ αντίστοιχα. Σε υδατικό διάλυμα με $pH = 3$ ο δείκτης αυτός αποκτά χρώμα:
 - μπλε,
 - κίτρινο,
 - ενδιάμεσο (πράσινο),
 - δεν μπορεί να γίνει πρόβλεψη.
- Η φαινολοφθαλεΐνη σε $pH < 8,2$ είναι άχρωμη, ενώ σε $pH > 10$ είναι κόκκινη. Όταν προστέθηκε μια σταγόνα φαινολοφθαλεΐνης σε καθένα από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα, το μόνο στο οποίο πήρε κόκκινο χρώμα (στους 25 °C) είναι το:
 - Διάλυμα HNO_3 1M,
 - Διάλυμα $HCOOH$ 1M,
 - Διάλυμα $HCOOK$ $10^{-4}M$,
 - Διάλυμα KOH 0,1M.
- Σε ένα υδατικό διάλυμα που περιέχει τον δείκτη $H\Delta$ είναι $[H\Delta] > [\Delta^-]$, οπότε ισχύει ότι:
 - $pH > 7$,
 - $pH < 7$,
 - $pH > pK_{a(H\Delta)}$,
 - $pH < pK_{a(H\Delta)}$.
- Ένας πρωτολυτικός δείκτης $H\Delta$ έχει $pK_a = 6$. Σε υδατικό διάλυμα με $pH = 7$ προσθέτουμε μια σταγόνα από τον δείκτη $H\Delta$, οπότε στο διάλυμα αυτό ισχύει:
 - $[H\Delta] = [\Delta^-]$,
 - $[H\Delta] = 10[\Delta^-]$,
 - $[H\Delta] = 0,1[\Delta^-]$,
 - $[H\Delta] = 2[\Delta^-]$.

5.7.3.3. Ερωτήσεις σωστού – λάθους με αιτιολόγηση

1. Σε υδατικό διάλυμα πρωτολυτικού δείκτη ΗΔ, επικρατεί το χρώμα του ΗΔ όταν ισχύει $\text{pH} < \text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta} - 1$.
2. Κατά την προσθήκη ενός δείκτη ΗΔ (ασθενές οξύ) σε ένα άχρωμο υδατικό διάλυμα, το χρώμα που παίρνει τελικά το διάλυμα εξαρτάται μόνο από τη σταθερά ιοντισμού του δείκτη ($K_{\text{a}\text{H}\Delta}$).
3. Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις που αναφέρονται στους πρωτολυτικούς δείκτες είναι σωστές και ποιες λανθασμένες:
 - α. Μεταβάλλουν το χρώμα τους, ανάλογα με το pH του διαλύματος στο οποίο προστίθενται.
 - β. Είναι συνήθως ασθενή οργανικά οξέα ή ασθενείς οργανικές βάσεις των οποίων τα μόρια έχουν διαφορετικό χρώμα από τα αντίστοιχα ιόντα.
 - γ. Η περιοχή αλλαγής χρώματος του δείκτη είναι περίπου 2-μονάδες στην κλίμακα του pH.
 - δ. Κάθε δείκτης έχει τη δική του περιοχή pH αλλαγής χρώματος.
 - ε. Η όξινη μορφή του δείκτη επικρατεί όταν σε διαλύματα με $\text{pH} < 7$ στους 25 °C.
 - στ. Η βασική μορφή του δείκτη επικρατεί όταν σε διαλύματα με $\text{pH} > 7$ στους 25 °C.
 - ζ. Αν προσθέσουμε δείκτη σε καθαρό νερό τότε το διάλυμα που σχηματίζεται θα είναι άχρωμο.
 - η. Αν η όξινη μορφή του δείκτη απορροφά στην μπλε περιοχή του ορατού φάσματος, τότε σε διάλυμα που επικρατεί η όξινη μορφή του δείκτη, το διάλυμα αποκτά μπλε χρώμα.
 - θ. Χρησιμοποιείται για τον προσδιορισμό της τιμής του pH ενός διαλύματος με ακρίβεια.
 - ι. Ένας δείκτης αλλάζει χρώμα όταν μεταβληθεί το pH του διαλύματος ώστε ο λόγος $\frac{[\Delta^-]}{[\text{H}\Delta]}$ μεταβληθεί κατά 100 φορές.
 - ια. Κατά τον προσδιορισμό του pH ενός διαλύματος με τη χρωματογραφική μέθοδο χρησιμοποιείται συνήθως το πεχαμετρικό χαρτί το οποίο είναι διαποτισμένο με μείγμα δεικτών.
4. Κατά τη διάρκεια μιας ογκομέτρησης με οξέα ή βάσεις (οξυμετρία ή αλκαλιμετρία) το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος παραμένει σταθερό.
5. Όταν ογκομετρείται υδατικό διάλυμα HNO_3 με πρότυπο διάλυμα NaOH , είναι μια περίπτωση αλκαλιμετρίας.

5.7.3.5. Προβλήματα

1. Η ηλιανθίνη είναι ένας δείκτης, ο οποίος έχει χρώμα ερυθρό όταν $\text{pH} \leq 3,1$ και κίτρινο όταν το $\text{pH} \geq 4,5$.
 - α. Σε υδατικό διάλυμα CH_3COOH (Δ_1) 1M προσθέτουμε 2-3 σταγόνες του δείκτη ηλιανθίνη. Να εξετάσετε τι χρώμα θα αποκτήσει το διάλυμα Δ_1 .
 - β. Αν προσθέσουμε στο διάλυμα Δ_1 αέριο HCl , χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος, να εξετάσετε αν θα παρατηρηθεί μεταβολή στο χρώμα του.
 - γ. Σε 200mL του διαλύματος Δ_1 προσθέτουμε ηλιανθίνη. Αν στη συνέχεια προσθέσουμε 4g NaOH , χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος, να εξετάσετε ποιο θα είναι το χρώμα του τελικού διαλύματος.
 Δίνεται ότι η θερμοκρασία των διαλυμάτων είναι 25°C όπου για το CH_3COOH είναι $K_a=10^{-5}$ και για το νερό $K_w=10^{-14}$, επίσης οι σχετικές ατομικές μάζες (A_r) είναι: $\text{Na}=23$, $\text{O}=16$, $\text{H}=1$.

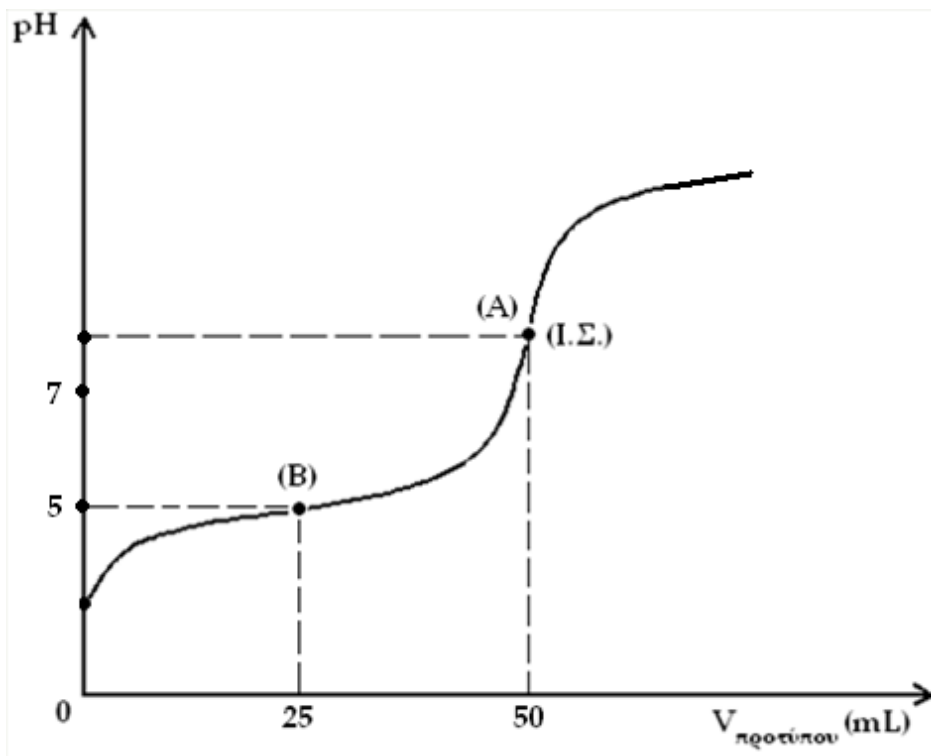
(α. ερυθρό, β. ερυθρό, γ. κίτρινο)

2. Ο δείκτης $\text{H}\Delta$ είναι ασθενές μονοπρωτικό οξύ με $K_a=10^{-9}$. Το χρώμα των μορίων $\text{H}\Delta$ είναι κίτρινο και επικρατεί όταν $[\text{H}\Delta] \geq 10[\Delta^-]$, ενώ το χρώμα των ιόντων Δ^- είναι μπλε και επικρατεί όταν $[\Delta^-] \geq 10[\text{H}\Delta]$.
 Σε καθένα από τα επόμενα υδατικά διαλύματα προσθέτουμε μία σταγόνα από τον δείκτη $\text{H}\Delta$:
 - α. Διάλυμα CH_3NH_2 0,2M
 - β. Διάλυμα KNO_3 0,1M
 - γ. Διάλυμα HCl 10^{-5}M
 - δ. Διάλυμα NH_3 0,1M – NH_4Cl 0,1M
 Να βρεθεί ο λόγος των συγκεντρώσεων των δύο μορφών του δείκτη στο καθένα διάλυμα και το χρώμα που θα αποκτήσει το διάλυμα.
 Δίνεται ότι η θερμοκρασία των διαλυμάτων είναι 25°C όπου για την CH_3NH_2 είναι $K_b=5 \cdot 10^{-4}$, για την NH_3 είναι $K_b=10^{-5}$ και για το νερό $K_w=10^{-14}$.

(α. $[\Delta^-]/[\text{H}\Delta]=10^3$, μπλέ, β. $[\Delta^-]/[\text{H}\Delta]=10^{-2}$, κίτρινο, γ. $[\Delta^-]/[\text{H}\Delta]=10^{-4}$, κίτρινο, δ. $[\Delta^-]/[\text{H}\Delta]=1$, πράσινο)

3. Ρυθμιστικό διάλυμα X περιέχει HA 0,1M και NaA 0,3M. Στο διάλυμα X προσθέτουμε μία σταγόνα από τον δείκτη $\text{H}\Delta$, οπότε το διάλυμα αποκτά κίτρινο χρώμα. Ο λόγος των συγκεντρώσεων των δύο συζυγών μορφών του δείκτη στο διάλυμα X είναι 50:1.
 - α. Ποιο είναι το pH του διαλύματος X ;

8. Υδατικό διάλυμα Δ_1 περιέχει ασθενές οξύ HA. 50mL του διαλύματος Δ_1 ογκομετρούνται με πρότυπο διάλυμα Δ_2 NaOH συγκέντρωσης 0,2M. Στο παρακάτω σχήμα δίνεται η καμπύλη της ογκομέτρησης:



Για την πλήρη εξουδετέρωση του HA απαιτούνται 50mL του διαλύματος Δ_2 .

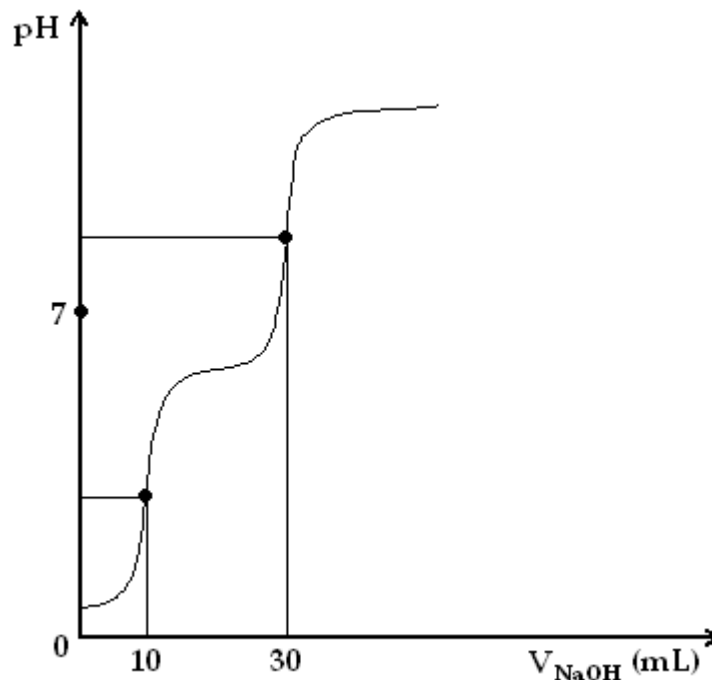
- Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του οξέος HA στο διάλυμα Δ_1 .
- Στο σημείο B της καμπύλης ογκομέτρησης έχουν προστεθεί 25mL του προτύπου διαλύματος Δ_2 και το pH του διαλύματος που προκύπτει είναι 5. Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού K_a του οξέος HA.
- Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο.
- Υδατικό διάλυμα Δ_3 ασθενούς οξέος HB 0,1M έχει $\text{pH}=2,5$. Ποιο από τα δύο οξέα HA, HB είναι το ισχυρότερο;

Δίνονται: Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία $\theta=25^\circ\text{C}$, όπου $K_w=10^{-14}$. Τα αριθμητικά δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Εξετάσεις Γ.Ε.Λ. 2006

(α . $C_{\text{HA}}=0,2\text{M}$, β . $K_a=10^{-5}$, γ . $\text{pH}=9$, δ . το HB)

9. Υδατικό διάλυμα (Δ_1) περιέχει CH_3COOH και HCl . 30mL του διαλύματος Δ_1 ογκομετρούνται με πρότυπο διάλυμα NaOH 0,3M. Στο παρακάτω διάγραμμα δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης:



Για την πλήρη εξουδετέρωση του διαλύματος Δ_1 απαιτούνται 30mL πρότυπου διαλύματος.

- α.** Να εξηγήσετε γιατί η καμπύλη ογκομέτρησης έχει δύο σχεδόν κατακόρυφα τμήματα.
β. Να υπολογίσετε:
β₁. Τις συγκεντρώσεις του CH_3COOH και του HCl στο διάλυμα Δ_1 .
β₂. Το pH του διαλύματος Δ_1 .
β₃. Το pH του διαλύματος Δ_2 που προκύπτει μετά την πλήρη εξουδετέρωση του διαλύματος Δ_1 .

Δίνονται: Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία $\theta=25^\circ\text{C}$, όπου για το νερό είναι $K_w=10^{-14}$ και για το CH_3COOH είναι $K_a=10^{-5}$. Τα αριθμητικά δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

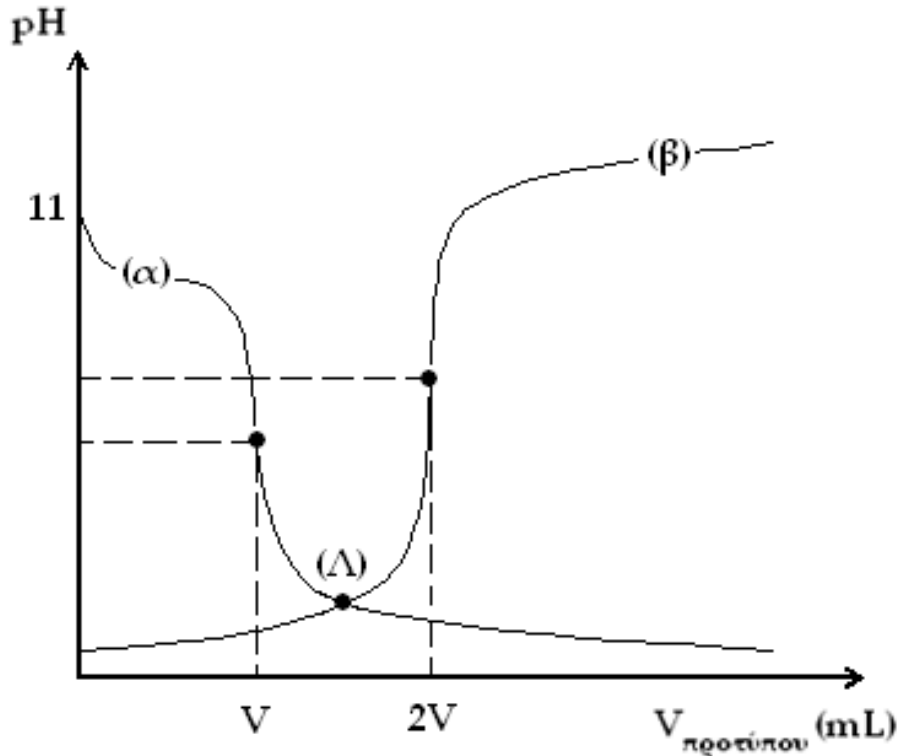
- (**α.** πρώτα εξουδετερώνεται το HCl και μετά το CH_3COOH οπότε έχουμε 2 Ι.Σ., **β₁.** $C(\text{HCl})=0,1\text{M}$ και $C(\text{CH}_3\text{COOH})=0,2\text{M}$, **β₂.** $\text{pH}=1$, **β₃.** $\text{pH}=9$)

10. Διαθέτουμε τα παρακάτω υδατικά διαλύματα:

Δ_1 : διάλυμα NH_3 με συγκέντρωση C_1 M,

Δ_2 : διάλυμα HNO_3 με συγκέντρωση C_2 M.

Ογκομετήσαμε 10 mL από κάθε διάλυμα χρησιμοποιώντας τα κατάλληλα πρότυπα διαλύματα και λάβαμε τις παρακάτω καμπύλες ογκομέτρησης (α) και (β), στις οποίες φαίνονται οι όγκοι των προτύπων διαλυμάτων που απαιτούνται μέχρι το ισοδύναμο σημείο της κάθε ογκομέτρησης:



Γνωρίζουμε ότι τα πρότυπα διαλύματα που χρησιμοποιούμε για τις παραπάνω ογκομετρήσεις είναι:

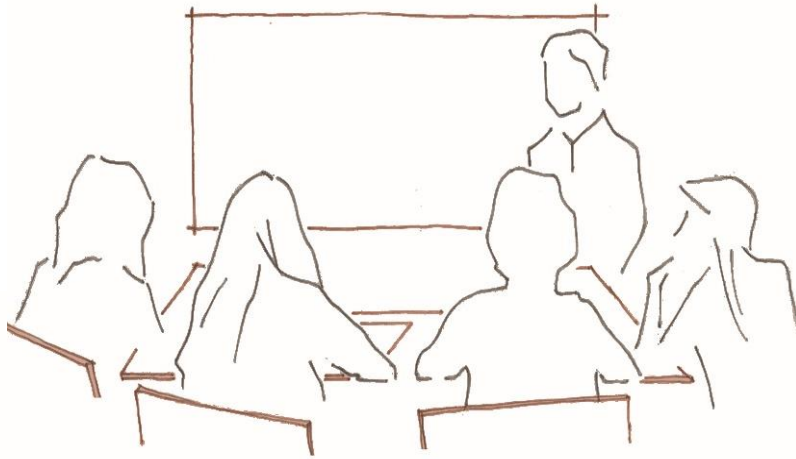
- Υδατικό διάλυμα NaOH 0,1 M και
- Υδατικό διάλυμα HCl 0,1 M.

Να βρεθούν:

- Ποιο πρότυπο διάλυμα χρησιμοποιήθηκε σε κάθε ογκομέτρηση,
- Ποια καμπύλη ογκομέτρησης αντιστοιχεί σε κάθε ογκομέτρηση,
- Η συγκέντρωση C_2 M του διαλύματος Δ_2 .
- Η τιμή του pH των διαλυμάτων στο κοινό σημείο (Λ) των δυο καμπυλών ογκομέτρησης (α) και (β).

Δίνεται ότι $\log 2 = 0,3$, ότι η θερμοκρασία των διαλυμάτων είναι 25°C όπου για το νερό $K_w=10^{-14}$ και για την NH_3 $K_b=10^{-5}$, επίσης τα αριθμητικά δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

(α . $\Delta_1 \rightarrow \text{HCl}$, $\Delta_2 \rightarrow \text{NaOH}$, β . $\Delta_1 \rightarrow (\alpha)$, $\Delta_2 \rightarrow (\beta)$, γ . $C_2=0,2$ M, δ . $\text{pH}_\Lambda=1,7$)



ΦΡΟΝΤΙΣΤΗΡΙΑ ΜΕΣΗΣ & ΑΝΩΤΑΤΗΣ ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗΣ

Ε. ΣΤΟΓΙΑΝΝΗΣ

Ασπασίας 76-78, Χολαργός Τηλ. 210 6512099

e-mail: stogiannis@stogiannis.edu.gr

www.stogiannis.edu.gr

